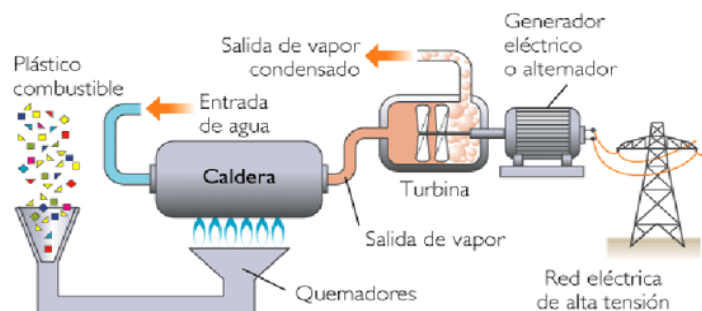


**INGENIERO. JOSMERY SÁNCHEZ
UNIDAD CURRICULAR: TERMODINÁMICA APLICADA**

TEMA VII COMBUSTIÓN

La combustión es el proceso térmico de mayor interés práctico por su escala de utilización mundial.



1. EL PROCESO DE COMBUSTIÓN

1.1 CARACTERÍSTICAS GENERALES

Se define como la reacción química exotérmica auto mantenida por conducción de calor y fusión de especies. Sus aplicaciones se pueden resumir en:

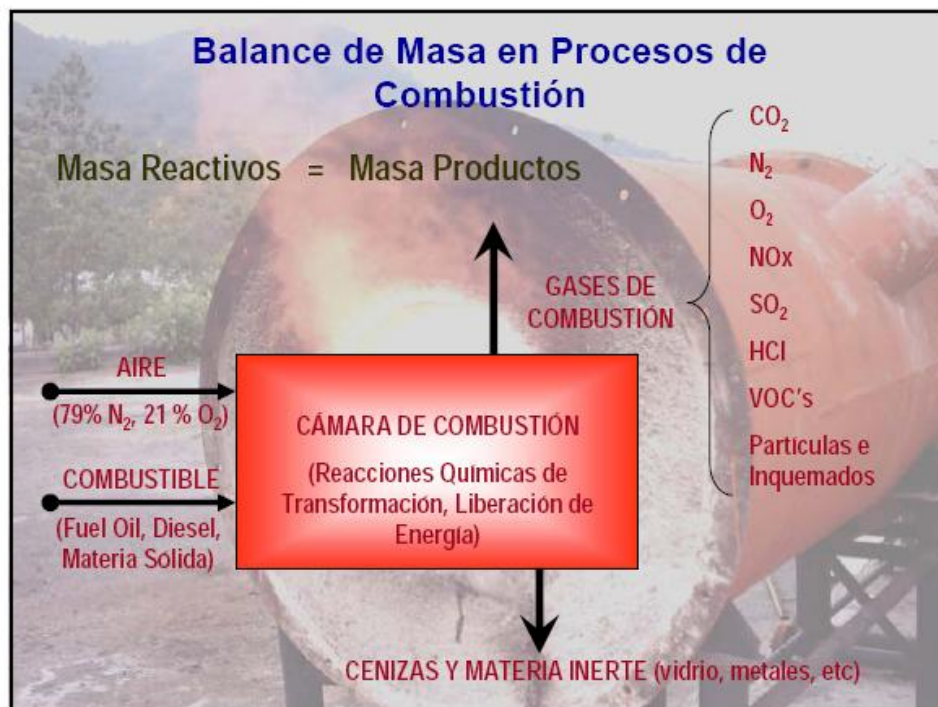
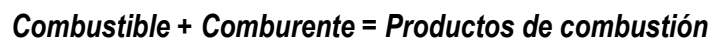
- Calefacción de habitáculos (hogueras, estufas, calderas),
- Producción de electricidad (centrales térmicas),
- Propulsión (motores alternativos, turbinas de vapor, turbinas de gas).
- Procesamiento de materiales (reducción de óxidos, fundición, cocción, secado),
- Eliminación de residuos (incineración de basura),
- Producción de frío (frigoríficos de absorción),
- Control de incendios (barreras cortafuegos, materiales ignífugos),
- iluminación (hasta finales del siglo XIX era el único método de luz artificial).

El proceso de combustión es el más importante en ingeniería porque todavía hoy, aunque tiende a disminuir (96 % en 1975, 90 % en 1985, 80% en 1995), la mayor parte de la producción mundial de **energía** se hace por combustión de petróleo, carbón y gas natural (combustibles fósiles). Además, no sólo es importante estudiar la combustión controlada de los recursos primarios usados en la producción de trabajo y calor, sino que también es preciso estudiar los procesos de combustión incontrolada (fuegos) para tratar de prevenirlos y luchar contra ellos;

además, cada vez es más importante analizar la combustión controlada de materiales de desecho (incineración), con el fin de minimizar la contaminación ambiental.

La combustión (quemar algo) es un proceso tan fácil de realizar porque **genera mucha entropía** y por tanto su viabilidad (tendencia a reaccionar) es muy alta; mucha energía ordenada en los enlaces químicos pasa bruscamente a energía térmica (desordenada) de las partículas producidas. De hecho, el mundo que nos rodea está integrado por mezclas reactivas (p.ej. el mobiliario o la vestimenta y el oxígeno del aire ambiente) en equilibrio meta estable, y a veces basta con forzar localmente la reacción (chispa) para que se auto propague, normalmente formando un frente luminoso (llama).

La reacción de combustión se resume de la siguiente manera:



A continuación se describen las características de cada uno de estos tres elementos.

1.2 COMBUSTIBLES

La mayoría de reacciones de combustión tienen lugar entre combustibles fósiles y oxígeno del aire.

En la propulsión de cohetes se utilizan **combustibles y oxidantes especiales**:

Propulsión con líquidos: hidrógeno y oxígeno líquidos (a temperaturas criogénicas), o queroseno y oxígeno líquido, o dimetilhidracina [NH₂-N(CH₃)₂] y tetróxido de dinitrógeno (N₂O₄).

Propulsión con sólidos: se usan conglomerados de doble base (combustible y oxidante unidos), como el perclorato amónico (NH₄ClO₄). Estos combustibles no detonan, aunque les

atraviere una onda de choque. Del mismo tipo es la pólvora (NaNO_3 ó $\text{KNO}_3 + \text{S} + \text{C}$), que prácticamente ya no se usa más que en pirotecnia.

Existen otras sustancias (llamadas **explosivos**) que sí son capaces de detonar; se clasifican en:

- Explosivos primarios (fulminatos): basta con una fricción, chispa, llama o calentamiento para que aparezca la onda detonante.
- Explosivos secundarios (compuestos con nitrocelulosa, nitroglicerina, trinitrotolueno, nitrato amónico, entre otros): es necesario hacer pasar una onda de choque para que detonen. Suelen arder simplemente si no son excitados con una onda de choque, y al calentarlos se descomponen en lugar de detonar (aunque bajo ciertas condiciones pueden detonar directamente).

Las **propiedades** más relevantes de los combustibles son:

- Composición (y contenido de impurezas)
- Entalpía estándar de reacción (poder calorífico)
- Densidad, viscosidad y coeficiente de dilatación (para el almacenamiento y transporte)
- Entalpía de vaporización (conviene que sea baja)
- Presión de vapor (conviene que sea alta para no gasificar artificialmente)
- Límites de ignición (por chispa), auto inflamación y extinción
- Toxicidad
- Compatibilidad con otros materiales (tubos, juntas, válvulas, bombas, entre otros.)
- Propiedades específicas de algunos combustibles:
 - Carbones: granulometría, contenido en humedad y cenizas
 - Fuelóleo: se debe precalentar para que fluya bien y se atomice mejor
 - GLP (propano C_3 , butano C_4 , pentano C_5): depósitos a presión (económicos); $p > p_{\text{aire}}$: ventilación de seguridad; uso limpio, no contamina
 - Gas natural (metano CH_4 , etano C_2 , hidrógeno H_2): depósitos criogénicos (incómodo de almacenar); canalización (gran coste de infraestructura)

1.3 COMBURENTE: EL AIRE

El comburente más habitual es el oxígeno del aire, aunque en aplicaciones especiales puede ser necesario emplear aire enriquecido o incluso oxígeno puro (más costoso).

1.4 PRODUCTOS DE LA COMBUSTIÓN

1.4.1. Combustión Completa: Conduce a la oxidación total de todos los elementos que constituyen el combustible. En el caso de hidrocarburos:

Carbono CO_2 ,
Hidrógeno H_2O ,
Azufre SO_2 ,
Nitrógeno N_2 ,

Oxígeno Participará como oxidante

El Nitrógeno se considera como masa inerte, si bien a las altas temperaturas de los humos pueden formarse óxidos de nitrógeno en pequeñas proporciones (del orden de 0,01%).

1.4.2. Combustión Incompleta: Los componentes del combustible no se oxidan totalmente por lo que aparecen los denominados inquemados, los más importantes son CO y H₂; otros posibles son carbono, restos de combustible, entre otros.

2. ESTEQUIOMETRIA DE LOS PROCESOS DE COMBUSTIÓN

Las consideraciones siguientes se refieren al uso de aire como comburente, ya que es el utilizado en la práctica totalidad de las instalaciones de calderas. La estequiometría de la combustión se ocupa de las relaciones másicas y volumétricas entre reactivos y productos. Los aspectos a determinar son principalmente:

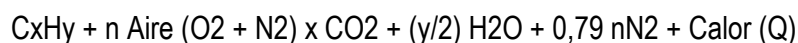
- Aire necesario para la combustión
- Productos de la combustión y su composición

Para predecir estas cantidades es preciso referirse a un proceso ideal que dependa de unos pocos parámetros, básicamente la naturaleza del combustible.

2.1. COMBUSTIÓN ESTEQUIOMETRICA

Es la Combustión Completa realizada con la cantidad estricta de oxígeno; es decir, el aire empleado en la combustión es el mínimo necesario para contener la cantidad de oxígeno correspondiente a la oxidación completa de todos los componentes del combustible.

La expresión de esta combustión es:



En este caso $0,21 \cdot n = x + (y/4)$, siendo el calor generado es el correspondiente a la combustión completa.

2.2. PARÁMETROS PARA DESCRIBIR LA ESTEQUIOMETRÍA

2.2.1. Relación Aire-Combustible: Relación de masa existente entre el aire utilizado en el proceso de combustión respecto al combustible.

$$m_{a/c} = \frac{\text{masa de aire}}{\text{masa de combustible}}$$

La relación aire-combustible se puede encontrar también a partir de los moles (n) y peso molecular (M) del aire y del combustible.

$$m_{a/c} = \frac{n_{\text{aire}} \cdot M_{\text{aire}}}{n_{\text{combustible}} \cdot M_{\text{combustible}}}$$

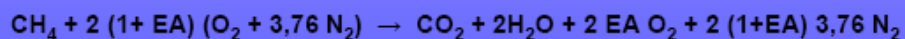
La relación estequiométrica para combustibles fósiles líquidos es aproximadamente de 15.

2.2.2. Déficit de Aire: La cantidad de aire utilizada no contiene el oxígeno necesario para oxidar completamente a los componentes del combustible.

2.2.3. Exceso de Aire: La combustión completa se da con exceso de aire.

El aire en exceso se introduce a la cámara para asegurar que las moléculas de combustibles estén rodeadas por suficiente aire de combustión.

Se conoce dado que en los productos de la combustión existe oxígeno sin reaccionar. Ejemplo:



Para obtener una correcta combustión debe lograrse una buena mezcla del combustible con el aire; en este sentido los combustibles gaseosos presentan mayor facilidad de mezcla que los líquidos y éstos a su vez más que los sólidos; por este motivo pueden obtenerse menores excesos de aire con los combustibles gaseosos.

3. PODERES CALORIFICOS

Se define como Poder Calorífico de un combustible, a la cantidad de calor que se obtiene de la oxidación completa, a presión atmosférica, de los componentes de la unidad de masa (o volumen) de dicho combustible.

3.1.- PODER CALORIFICO INFERIOR (PCI)

Es la cantidad de calor que puede obtenerse en la combustión completa de la unidad de combustible, si en los productos de la combustión el agua está en forma de vapor.

En este caso una parte del calor generado en las oxidaciones se utiliza para evaporar el agua, por tanto esta parte del calor no se aprovecha.

3.2.- PODER CALORIFICO SUPERIOR (PCS)

En los productos de la combustión el agua aparece en forma líquida, por lo que se aprovecha todo el calor de oxidación de los componentes del combustible.

Habitualmente el agua se evacua con los humos en fase vapor, por lo que el poder calorífico más comúnmente utilizado es el inferior.

4. ANALIZADORES DE COMBUSTION

Son equipos que analizan los parámetros de la combustión, llamados también **Analizador Orsat**; siempre analizan Humos Secos, ya que en caso contrario la humedad de los humos podría estropear los mecanismos interiores de los analizadores; por ello en primer lugar “secan” los humos pasándolos por un filtro.

5. RENDIMIENTO DE LA COMBUSTION

El calor que puede obtenerse en una combustión es el correspondiente al Poder Calorífico del combustible (PCI ó PCS), habitualmente referido al PCI.

Al realizar la combustión, una parte del calor producido se pierde, asociado a los productos de la combustión; estas pérdidas se pueden agrupar en dos tipos:

- Pérdidas por Inquemados (Q_i): Corresponden al poder calorífico de los productos de la combustión que no han sido totalmente oxidados. Únicamente se presentan en el caso de combustiones incompletas, siendo más altas cuanto mayor sea la cantidad de inquemados.
- Entalpía de los productos de la combustión (Q_{hs}): Corresponde al calor utilizado en calentar los humos hasta la temperatura a la cual escapan por la chimenea, ya que a partir de ese punto el calor que llevan no se recupera.

$$NC = \frac{PCI - Q_i - Q_{hs}}{PCI}$$

Con el fin de obtener el máximo rendimiento de combustión posible, ésta debe ajustarse de modo que se logre la combustión completa con el menor exceso de aire posible. Además, el

gasto de combustible debe ajustarse de modo que se obtengan las temperaturas de humos más bajas posibles, produciendo la potencia necesaria para el servicio.

EJERCICIOS RESUELTOS.

1. Se necesita diseñar una nueva cámara de combustión para realizar un tratamiento térmico metalúrgico en un pequeño horno de fundición. Según la normativa de contaminación atmosférica, exige que dicha cámara no supere el **8,6 % de CO**, Se utiliza **cierta cantidad** de combustible, el cual es **propano** que se mezcla con aire seco a una temperatura de **298 kelvin**, siendo la temperatura de salida un **70%** en aumento de la temperatura de entrada. **Determinar:**
- Porcentaje de aire teórico, si posee **5%** de Oxígeno y **11.5 %** de Dióxido de Carbono en los productos de la combustión. Analice en función del 100% de moles de gases producto seco.
 - La relación combustible-aire real
 - El calor transferido en dicha cámara kJ/kg, bajo un proceso a presión constante.

Datos:

8.6 % CO

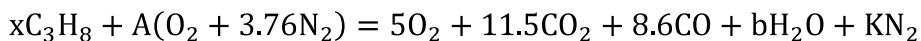
5% O₂

11.5% CO₂

a) Para conocer el porcentaje de aire teórico:

$$\% \text{ Teorico} = \frac{AC_{\text{REAL}}}{AC_{\text{IDEAL}}} * 100$$

Es necesario conocer la cantidad de combustible, por eso se procede a balancear estequiométricamente la ecuación de la **reacción real**.



Carbono

$$3x = 11.5 + 8.6 \quad x = 20.1/3 = 6.7$$

Hidrógeno

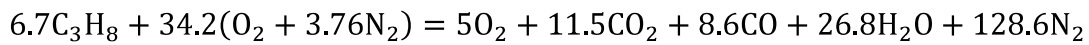
$$8x = 2b \quad b = 8x/2 = 8 * 6.7/2 = 26.8$$

Oxígeno

$$2A = 10 + 23 + 8.6 + b \quad A = \frac{10+23+8.6+26.8}{2} = 34.2$$

Nitrógeno

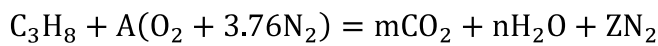
$$A * 3.76 * 2 = K * 2 \Rightarrow K = \frac{34.2 * 3.76 * 2}{2} = 128.59$$



Ahora se obtiene la Relación aire-combustible para la **Reacción real**.

$$AC_{real} = \frac{N * M)AIRE}{N * M)COMB} = \frac{(34.2 + 128.6) * 28.97 \frac{Kg}{Kmol}}{(6.7 * ((3 * 12.01) + (8 * 2.016)))} = 13.47 \frac{Kg \text{ de aire}}{Kg \text{ de comb}}$$

Balanceando estequiometricamente la ecuación de la **reacción ideal**, se tiene:



Carbono

$$3 = m \quad \text{Entonces,} \quad m = 3$$

Hidrógeno

$$8 = 2n \quad n = \frac{8}{2} = 4$$

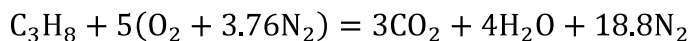
Oxígeno

$$2A = 2 * m + n \quad A = \frac{6 + 4}{2} = 5$$

Nitrógeno

$$A * 3.76 * 2 = Z * 2 \quad Z = \frac{5 * 3.76 * 2}{2} = 18.8$$

Es decir que por cada mol de combustible, queda:



Ahora se obtiene la Relación aire-combustible para la **Reacción ideal**.

$$AC_{ideal} = \frac{N * M)AIRE}{N * M)COMB} = \frac{(5 + 18.8) * 28.97 \frac{Kg}{Kmol}}{(3 * 12.01) + (8 * 2.016)} = 13.3 \frac{Kg \text{ de aire}}{Kg \text{ de comb}}$$

Obteniendo el porcentaje de aire teórico:

$$\% \text{ Teorico} = \frac{AC_{REAL}}{AC_{IDEAL}} = \frac{13.47}{13.13} * 100 = 102.58\% \quad \text{exceso } 2.58\%$$

b) Relación combustible – aire real

$$CA_{\text{real}} = \frac{1}{A_{\text{Creal}}} = \frac{1}{13.47} = 0.07 \approx 7.423 \%$$

c) El calor transferido en dicha cámara en kJ/kg de combustible.

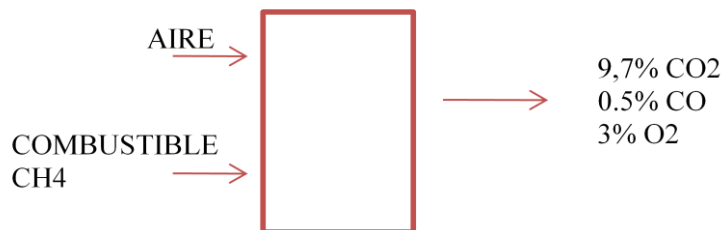
Temperatura de entrada **298°K**

Temperatura de salida $T_s = [(298 * 0.70) + 298]^\circ\text{K} = \mathbf{506.6^\circ\text{K}}$

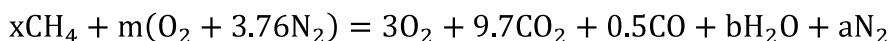
$$q = C_p(T_s - T_e) = 1.005 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg} \cdot ^\circ\text{K}} (506.6 - 298)^\circ\text{K} = 209.64 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}}$$

2. La combustión de metano gaseoso con aire seco, produce las siguientes proporciones volumétricas: 9.7 % de CO₂, 0.5 % CO, 3% O₂, Determinar:

- a) El número de moles de aire utilizados por mol de combustible.
- b) El porcentaje de aire teórico utilizado,



Reacción Real



Los porcentajes de los tres gases del análisis Orsat suman un 13.2 %. Asumiendo que el gas que queda en la muestra es el nitrógeno, el porcentaje en volumen del mismo será:

$$a = 100 - (9.7 + 0.5 + 3) = 86.8$$

Dado que la suma de los productos de gases secos es en base a 100 mol

Balance del Nitrógeno

$$7.52m = 173.6 \quad m = \frac{173.6}{7.52} = 23.09$$

a) Balance del Carbono

$$x = 9.7 * 1 + 0.5 * 1 = 10.2$$

Balance del Oxígeno

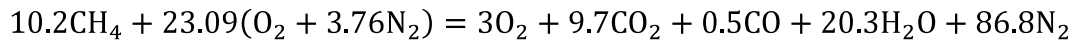
$$2m = (9.7 * 2) + (0.5 * 1) + (3 * 2) + (b * 1)$$

$$2 * 23.09 = 19.4 + 0.5 + 6 + b \quad 46.18 - 25.9 = 20.3 = b$$

Balance del Hidrógeno

$$4x = 2b \quad 4 * 10.2 = 2 * 20.3$$

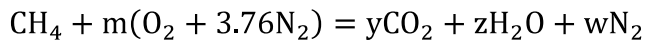
Reacción real balanceada



Relación aire – combustible del proceso real:

$$AC = \frac{N * M_{\text{AIRE}}}{N * M_{\text{COMB}}} = \frac{(23.09 + 86.8) * 28.97 \frac{\text{Kg}}{\text{Kmol}}}{(10.2 * 12.01) + (40.8 * 2.016)} = 15.54 \frac{\text{Kg de aire}}{\text{Kg de comb}}$$

Reacción Ideal



Balance del Carbono

$$y = 1$$

Balance del Hidrógeno

$$(1 * 4) = (2 * z) \quad z = \frac{4}{2} = 2$$

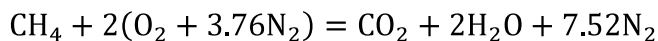
Balance del Oxígeno

$$2m = 2y + z \quad m = \frac{(2 * 1) + 2}{2} = 2$$

Balance del Nitrógeno

$$7.52m = 2w \quad w = \frac{2 * 7.52}{2} = 7.52$$

Reacción ideal balanceada.



Relación aire – combustible del proceso ideal:

$$AC_{\text{IDEAL}} = \frac{N * M_{\text{AIRE}}}{N * M_{\text{COMB}}} = \frac{(2 + 7.52) * 28.97 \frac{\text{Kg}}{\text{Kmol}}}{(1 * 12.01) + (4 * 2.016)} = 13.74 \frac{\text{Kg de aire}}{\text{Kg de comb}}$$

b) Obteniendo el porcentaje de aire teórico:

$$\% \text{ Teorico} = \frac{AC_{\text{REAL}}}{AC_{\text{IDEAL}}} = \frac{15.54}{13.74} * 100 = 113.17 \quad \text{Excede } 13.17\%$$

EJERCICIOS PROPUESTOS.

1. En un ensayo de generación de vapor se quema octano con aire seco, y el análisis volumétrico de los productos de base seca da el siguiente resultado: 10.39 % de dióxido de carbono, 4.45% de oxígeno, y 1.48% Monóxido de Carbono, Las condiciones de entrada son: 25°C y presión atmosférica, si los productos salen a una temperatura de 500K, determine:
 - a) Porcentaje de aire teórico, si posee 5% de Oxígeno y 11.5 % de Dióxido de Carbono en los productos de la combustión. Analice en función del 100% de moles de gases producto seco.
 - b) La relación combustible-aire real.
 - c) El calor transferido en dicha cámara kJ/kg, bajo un proceso a presión constante.
2. En un motor entra dodecano ($C_{12}H_{26}$) que se quema con aire para dar unos gases de combustión de análisis molar en base seca del 12,1 % de CO_2 , 3,4 % de CO , 0,5 % de O_2 , 1,5 % de H_2 y 82,5 % de N_2 . Calcular la relación aire-combustible en base molar.
3. Los gases de una caldera que quema fuel, presentan la siguiente composición sobre base seca: $CO_2=12,2$ %; $CO=1,2$ %; $O_2=3,1$ %; $N_2=83,5$ %. Suponiendo que el combustible no contiene más que C y H, calcular: (a) La composición centesimal del combustible. (b) Los moles de aire empleados por kg de combustible. (c) El porcentaje de exceso de aire empleado.
4. Un combustible gaseoso tiene la siguiente composición volumétrica: 60% de Metano, 30% de Etano, 10% de Nitrógeno. Se realiza la combustión completa utilizando un 20% de exceso de aire. Determine:
 - a) Porcentaje de los diversos productos de base seca,
 - b) La relación aire-combustible empleada
 - c) La temperatura de rocío en grado centígrado si la presión total es de 100kpa.
 - d) El porcentaje en moles de CO_2 , presente en los gases productos de base seca, si el gas enfría a 20°C.

A veces el deseo de conseguir nuestra meta no impide reconocer los pequeños pero importantes logros que vamos obteniendo. Detente el tiempo suficiente para reconocerlos y celebrarlos, pues el efecto positivo que te produzcan te ayudará a conseguir logros mayores.

SÉ PERSEVERANTE.

CONCLUSIÓN

A la hora de seleccionar el combustible y de optimizar el proceso de combustión se deben considerar aspectos relacionados con la emisión de agentes polucionantes. Las normas actuales restringen estas emisiones, y de hecho uno de los factores mas importantes en el diseño de dispositivos de combustión en la actualidad reside en el control de emisiones contaminantes.

Estas emisiones tienen diversos efectos perniciosos:

- Afectan al equilibrio de la atmósfera terrestre: efecto invernadero, desaparición de la capa de ozono, alteración de la meteorología, entre otros.
- Afectan a la salud humana
- Afectan a la vida animal y vegetal
- Ensucian y deterioran los materiales: edificios, vehículos, entre otros.

Con relación a los hidrocarburos como combustibles, las principales causas de contaminación son:

- **CONTAMINACION DEBIDA AL CARBONO;** La combustión completa del carbono produce CO₂ que es el principal contribuyente al efecto invernadero. Este componente es una consecuencia inevitable de la combustión.

- **CONTAMINACION DEBIDA AL AZUFRE:** El azufre está presente en los combustibles en proporciones variables; la oxidación del azufre puede producir SO₃, este en contacto con el agua de la combustión o de la atmósfera puede dar lugar ácido sulfúrico (H₂SO₄) condensado que acompaña a las gotas de lluvia, dando lugar a lo que se conoce como "Lluvia ácida".

- **CONTAMINACIÓN DEBIDA AL NITROGENO;** A las elevadas temperaturas de la llama, el nitrógeno que forma parte del combustible y el nitrógeno del aire comburente pueden combinarse con el oxígeno para formar NO, este producto en la atmósfera se combina lentamente con el oxígeno del aire para formar NO₂.

Hay que destacar que las soluciones propuestas a estos efectos disminuyen las temperaturas de llama; en principio esto afectaría negativamente al rendimiento de la combustión, por lo que se trata de buscar soluciones que compensen la pérdida de rendimiento. El problema no es sencillo y esta lejos de resolverse definitivamente.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- M.J. MORAN y H.N. SHAPIRO, *Fundamentos de Termodinámica Técnica*, Barcelona, Reverté,
 - 1993, pp. 771–807.
- A. SHAVIT & C. GUTFINGER, *Thermodynamics. From concepts to applications*, London, Prentice
 - Hall, 1995, pp. 401–414.
- J. M. SEGURA, *Termodinámica Técnica*, Madrid, AC, 1980, pp. 599–608, 622–632.
- K. WARK, *Termodinámica* (5ª ed.), Mexico, McGraw-Hill, 1991, pp. 514–554.